

Exercice 1 : corrigé



Loi d'Arrhénius

Exercice 1 : loi d'Arrhénius



La Théophylline est un médicament utilisé dans le traitement de l'asthme. On mesure sa concentration dans le sang en fonction du temps écoulé après injection.

Le tableau ci-dessous a été obtenu pour un patient dont la température corporelle est de 37,2°C. Les mêmes mesures effectuées sur d'autres patients fiévreux montrent que l'élimination du médicament est deux fois plus rapide à 40,5°C. Quelle est l'énergie d'activation de la réaction ? Quelle est la constante de vitesse à 40,5°C ?

Temps d'injection en h	Théophylline en mg.L-1
1	16,4
2	13,4
3	11,0
4	8,99
5	7,36

Données : $R = 8,314 \text{ J. K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$ et $T/K = \theta/^{\circ}\text{C} + 273,15$

Supposons que la réaction du médicament s'écrive :

Théophylline = produits :

Si tout reste par ailleurs constant, une élimination 2 fois plus rapide à 40,5°C qu'à 37,2°C veut dire que la constante de vitesse est donc deux fois plus grande à 40,5°C qu'à 37,2°C :

$$k(40,5+273,15) = 2 \cdot k(37,2+273,15) :$$

Utilisons la loi d'Arrhénius intégrée :

$$\begin{aligned} k_{313,65} &= 2 \cdot k_{310,35} \\ \ln\left(\frac{k_{313,65}}{k_{310,35}}\right) &= \ln(2) = \frac{E_a}{R} \cdot \left(-\frac{1}{T_2} + \frac{1}{T_1}\right) \end{aligned}$$

Nous pouvons calculer l'énergie d'activation :

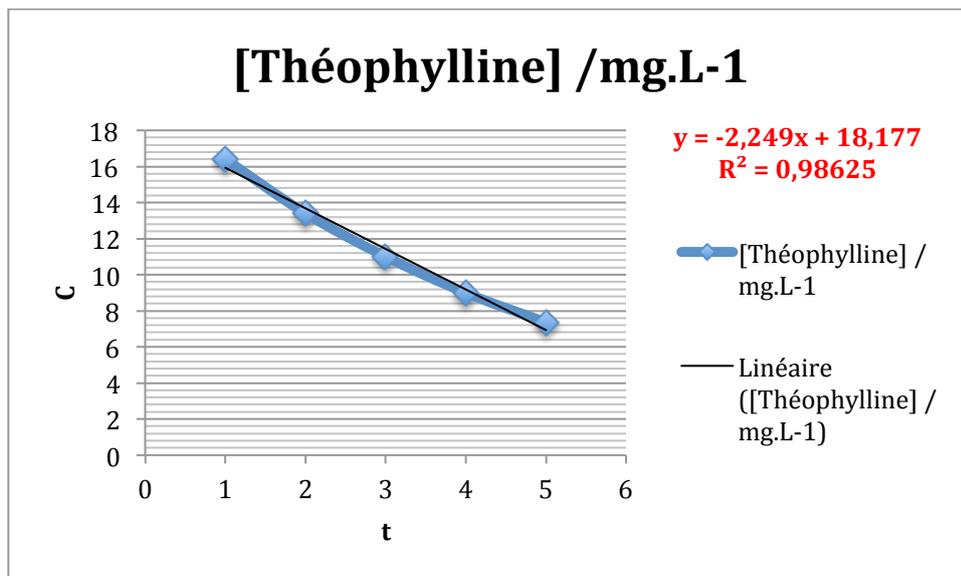
$$E_a = \frac{\ln\left(\frac{k_{313,65}}{k_{310,35}}\right)}{\left(-\frac{1}{T_2} + \frac{1}{T_1}\right)} \cdot R = \frac{\ln 2}{\left(-\frac{1}{T_2} + \frac{1}{T_1}\right)} \cdot R$$

$$E_a = \frac{\ln 2}{\left(-\frac{1}{313,65} + \frac{1}{310,35}\right)} * 8,314$$

$$E_a = 170 \text{ kJ.mol}^{-1}.$$

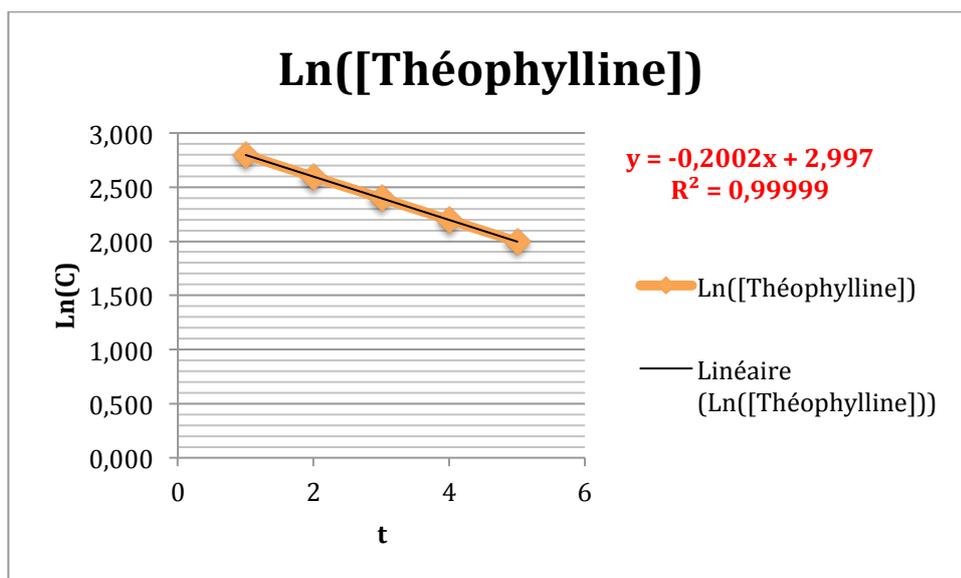
Nous connaissons désormais l'énergie d'activation ; nous allons déterminer d'abord la constante de vitesse à la température 37,2°C car nous avons là des mesures expérimentales : nous allons la calculer à partir des résultats expérimentaux joints :

t / h	[Théophylline] /mg.L-1	Ln([Théophylline])	1/[Théophylline]
1	16,4	2,797	0,061
2	13,4	2,595	0,075
3	11	2,398	0,091
4	8,99	2,196	0,111
5	7,36	1,996	0,136



Visiblement la réaction n'est pas d'ordre 0, le coefficient de détermination R^2 n'est pas proche de 1. Et les points ne sont pas alignés.

Ordre 1 ?



C'est nettement mieux ! La réaction est donc d'ordre 1 et la pente nous donne l'opposé de la constante de vitesse, alors :

$$k(37,2) = 0,200 \text{ h}^{-1}$$

Comme $k(40,5) = 2 \cdot k(37,2)$, alors $k(40,5) = 0,400 \text{ h}^{-1}$.

Remarque : remarquons que la réaction n'est pas d'ordre 2 :

